

МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ

НАЦІОНАЛЬНИЙ ТЕХНІЧНИЙ УНІВЕРСИТЕТ
«Харківський політехнічний інститут»

МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ

до виконання лабораторної роботи

«Кулонометрія»

для студентів спеціалізацій «Технічна електрохімія» і
«Хімічні технології рідкісних розсіяних елементів та
матеріалів на їх основі» денної та заочної форм навчання

Харків 2020

МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ

НАЦІОНАЛЬНИЙ ТЕХНІЧНИЙ УНІВЕРСИТЕТ
«Харківський політехнічний інститут»

МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ

до виконання лабораторної роботи

«Кулонометрія»

для студентів спеціалізацій «Технічна електрохімія» і
«Хімічні технології рідкісних розсіяних елементів та
матеріалів на їх основі» денної та заочної форм навчання

Затверджено
редакційно-видавничою радою,
протокол № 3 від 06.11.2019 р.

Харків
НТУ «ХПІ»
2020

Методичні вказівки до виконання лабораторної роботи «Кулонометрія» для студентів спеціалізацій «Технічна електрохімія» і «Хімічні технології рідкісних розсіяних елементів та матеріалів на їх основі» денної та заочної форм навчання / уклад. Пилипенко О. І., Смірнова О. Л. – Харків : НТУ «ХП», 2020. – 32 с.

Укладачі О. І. Пилипенко, канд. техн. наук, доц.
 О. Л. Смірнова, канд. техн. наук, доц.

Рецензент О. В. Богоявленська, канд. техн. наук, доц. НТУ «ХП»

Кафедра технічної електрохімії

ВСТУП

Кулонометрія об'єднує методи аналізу, базовані на вимірюванні кількості електрики, витраченої на реакцію окиснення або відновлення речовини чи одержання проміжного реагенту, який взаємодіє з речовиною у стехіометричному співвідношенні.

Основними областями використання кулонометрії є аналіз металів і сплавів, визначення концентрації іонів у електролітах, промислових розчинах, стічних водах підприємств, контроль очистки і якості води, вологості газів, рідких і твердих продуктів, визначення вмісту водню, кисню і вуглецю у органічних речовинах.

Кулонометричними методами визначають товщину гальванічних покриттів і оксидних плівок, еквівалентні маси речовин, досліджують стехіометрію і механізм реакцій окиснення, гідролізу, комплексоутворення, кінетику електрохімічних реакцій і каталітичні процеси. Кулонометрія широко використовується для знаходження кількості електронів, які приймають участь у реакціях окиснення-відновлення. Методи кулонометрії знайшли застосування для визначення ємності іонообмінних речовин, калібрування газоаналізаторів, приготування нестійких розчинів титрантів.

ЗАГАЛЬНІ ПОЛОЖЕННЯ

1.1. Основні визначення

Електроліз можна проводити у потенціостатичному або гальваностатичному режимах, задаючи в ланцюзі постійне значення напруги або струму. Відповідно методи кулонометрії розділяють на *потенціостатичну кулонометрію* в якій потенціал робочого електрода у процесі електролізу за-

лишається незмінним і *гальваностатичну кулонометрію*, яку проводять за постійного значення струму у ланцюзі.

Потенціостатична кулонометрія об'єднує декілька методів: пряму потенціостатичну кулонометрію, метод внутрішнього електролізу і метод вагового електроаналізу. При аналізі методом *прямої потенціостатичної кулонометрії* на комірку подають точне значення напруги. Допоміжний електрод комірки залишається неполяризованим, тобто його потенціал зберігає постійне значення, незалежно від величини струму в ланцюзі. Для цього він повинен мати велику площу порівняно з площею робочого електрода. Потенціал робочого електрода задається напругою, яку подають на комірку. Електроліз ведуть до повного перетворення речовини, кінець якого визначають за зниженням струму у ланцюзі до незначної величини. Кількість речовини визначають за законом Фарадея. Пряму потенціостатичну кулонометрію можна використовувати, якщо при електродних процесах утворюються розчинні продукти реакції, оскільки утворення осаду на поверхні електрода необов'язкове. **Внутрішній електроліз** – метод потенціостатичної кулонометрії в якому кількісне виділення металу з розчину відбувається внаслідок електролізу без застосування зовнішнього джерела живлення. У *ваговому електроаналізі* (електрогравіметрії) визначення проводять за масою речовини, яка виділяється на електроді при електролізі. Метод використовують як для визначення речовин, так і для їх розділення.

Гальваностатична кулонометрія об'єднує пряму гальваностатичну кулонометрію, інверсійну гальваностатичну кулонометрію (кулонометрію з накопиченням), електрогравіметрію, кулонометричне титрування. Аналіз методом *прямої гальваностатичної кулонометрії* проводять, використовуючи прилади для підтримки заданої величини струму. Це дозволяє проводити більш точне визначення кількості електрики, ніж у методі потенціостатичної кулонометрії. У *інверсійній гальваностатичній кулонометрії* речовину попередньо виділяють у вигляді осаду, а потім розчиняють шляхом зміни полярності робочого електрода з одночасним визначенням кількості витраченої на розчинення електрики. У методі *кулонометричного титрування* використовується електролітичне утворення (генерування) титранту. При проведенні аналізу отримують титраційну криву, точку еквіва-

лентності на якій встановлюють, використовуючи потенціометричний, амперметричний, фотометричний або інший метод індикації.

Взагалі метод кулонометричного аналізу заключається у визначенні кількості електрики, витраченої на протікання електрохімічної реакції. Для реакції типу



можна визначити масу окисленої форми речовини Ox, якщо відома загальна кількість електрики і число електронів z , відданих однією молекулою відновленої форми речовини Red.

Залежність між масою речовини, яка реагує на електроді, і кількістю електрики описується законами Фарадея. Згідно першого *закону Фарадея*, маса речовини, яка реагує на електроді, пропорційна кількості пропущеної через ланцюг електрики:

$$\Delta m = k_e I \tau = k_e Q, \quad (1.2)$$

де Δm – маса речовини, що вступила у реакцію, г; k_e – електрохімічний еквівалент, г·Кл⁻¹; Q – кількість електрики (добуток сили струму I на тривалість його протікання τ , $Q = I \cdot \tau$), Кл.

Електрохімічний еквівалент – константа, яка є кількістю (маси або об'єму) речовини, яка утвориться або прореагує на електроді при проходженні 1 Кл електрики. Він розраховується за рівнянням:

$$k_e = \frac{A}{z \cdot F} \text{ – для речовин у елементарній формі;} \quad (1.3)$$

$$k_e = \frac{M}{z \cdot F} \text{ – для речовин у молекулярній формі;} \quad (1.4)$$

$$k_e = \frac{V_M}{z \cdot F} \text{ – для газоподібних речовин} \quad (1.5)$$

де A і M – атомна або молекулярна маса речовини, г·моль⁻¹; V_M – молярний об'єм газу, л·моль⁻¹; F – стала Фарадея ($F = 96500$ Кл).

Стала Фарадея є кількістю кулонів електрики, яка міститься у одному молі речовини,

$$F = N_A e, \quad (1.6)$$

де N_A – число Авогадро ($N_A = 6,022 \cdot 10^{23}$); e – елементарний одиничний заряд, ($e = 1,602 \cdot 10^{-19}$ Кл).

Оскільки одиниця кількості електрики може мати різну розмірність (1 Кл = 1 А·с; 1 А·год; 1 F = 96500 Кл = 96500 А·с = 26,8 А·год), то не обхідно розрізняти електрохімічні еквіваленти, що належать до цих одиниць.

У **другому законі Фарадея** відображений зв'язок між масою речовини, яка вступає в реакцію, і її природою. За цим законом при постійній кількості електрики маси окислених або відновлених речовин відносяться між собою як їх хімічні еквіваленти A :

$$\frac{\Delta m_1}{A_1} = \frac{\Delta m_2}{A_2} = \dots = \frac{\Delta m_n}{A_n} = \text{const} . \quad (1.7)$$

Якщо за одиницю кількості електрики обрати F , то:

$$\Delta m_1 = k_{e1} = A_1; \Delta m_2 = k_{e2} = A_2; \Delta m_n = k_{en} = A_n. \quad (1.8)$$

Останнє рівняння дозволяє об'єднати обидва закони Фарадея у вигляді **одного загального закону**, за яким проходження через ланцюг 1 F електрики (96500 Кл або 26,8 А·год) обумовлює окиснення або відновлення 1 г·екв речовини незалежно від її природи.

Закони Фарадея є одними з найбільш точних законів природи, однак у більшості випадків у електрохімічну реакцію вступає менша кількість речовини. Наприклад, якщо пропустити струм через підкислений розчин сульфату цинку, то при проходженні 1 F електрики відновлюється не 1 г·екв, а менша маса цинку. При електролізі розчину хлориду натрію проходження 1 F електрики обумовлює утворення не одного, а приблизно 0,9 г·екв хлору. Ці приклади – вдавані відхилення від законів Фарадея. Закони Фарадея постулюють, що в результаті проходження 1 F електрики реагує 1 г·екв речо-

вини. Пояснення полягає в тому, що у першому прикладі на катоді відбуваються дві реакції – відновлення іонів цинку і відновлення протонів з виділенням газоподібного водню:



Якщо визначити масу осаду цинку і об'єм водню, виявиться, що на долю цинку доводиться 0,8 г·екв, а на частку водню – 0,2 г·екв, тобто сумарно пропущена електрика викликає перетворення 1 г·екв речовини. Результати, одержані при електролізі хлориду натрію, не суперечать законам Фарадея, якщо врахувати, що деяка частка електрики витрачається на утворення кисню, а одержаний хлор частково реагує з компонентами розчину, утворюючи хлоридну і хлорноватисту кислоти.

Для врахування впливу паралельних і вторинних реакцій використовують поняття виходу за струмом. **Вихід за струмом** – частка кількості електрики, яка витрачається на цільову електродну реакцію:

$$\text{BC} = \frac{Q_i}{\sum Q_i} = \frac{I_i}{\sum I_i}. \quad (1.11)$$

Для речовин, які реагують з утворенням осадів, вихід за струмом визначають як відношення маси осаду, знайденої шляхом зважування електрода після електролізу, до теоретичної маси речовини, яка повинна прореагувати на електроді за умови повної витрати електрики на дану реакцію:

$$\text{BC} = \frac{\Delta m_{\text{пр}}}{\Delta m_{\text{т}}}. \quad (1.12)$$

Відхилення від законів Фарадея можуть бути обумовлені наступним:

- 1) сумісним розрядом іонів (у підкисленому розчині сульфату цинку);
- 2) наявністю в системі іонів різної валентності (ванна рафінування золота може одночасно містити іони Au^+ і Au^{3+});

3) вторинними хімічними реакціями між продуктами електролізу з електролітом (при одержанні магнію або хлору);

4) катодним відновленням або анодним окисненням продуктів електролізу (процес катодного відновлення перманганат-іону з утворенням манганат-іону);

5) включенням води або компонентів розчину у осад металів, розчиненням оксидних плівок і металу при анодуванні.

У кулонометричних методах аналізу, за винятком методів вагового електроаналізу і внутрішнього електролізу, **використовують лише такі реакції, вихід за струмом яких складає 100 %**.

Закони Фарадея безпосередньо пов'язані зі швидкістю електрохімічних процесів. Швидкість електрохімічної реакції v , як і швидкість хімічного процесу, визначається масою речовини, яка реагує за одиницю часу:

$$v = \frac{dm}{dt} . \quad (1.13)$$

Між масою речовини і кількістю електрики існує пряма залежність, тому замість (1.13) можна написати:

$$v = \frac{dm}{dt} = \frac{k_e dQ}{dt} = k_e I , \quad (1.14)$$

з якого виходить, що швидкість електрохімічної реакції пропорційна силі струму I .

Для кожної реакції k_e постійний, тому сила струму є зручною величиною для вираження швидкості електрохімічного процесу. Якщо силу струму віднести до 1 F, то відношення $\frac{I}{F}$ буде дорівнювати швидкості електрохімічної реакції у одиницях г·екв речовини, а відношення $\frac{I}{z \cdot F}$ – швидкості, вираженій у одиницях г·моль (г·іонів) речовини.

Особливістю електрохімічних реакцій є те, що вони відбуваються на межі «електрод – електроліт» і їх швидкість залежить від величини міжфаз-

ної поверхні S . У зв'язку з цим швидкість електрохімічної реакції прийнято відносити до одиниці поверхні розділу і визначати її як *густину струму*:

$$j = \frac{I}{S}. \quad (1.15)$$

Швидкість електрохімічної реакції часто виражають у $\text{мА} \cdot \text{см}^{-2}$, $\text{А} \cdot \text{дм}^{-2}$ або $\text{А} \cdot \text{м}^{-2}$ (у технічній електрохімії).

Використовуючи закони Фарадея, можна розрахувати, яка кількість електрики буде потрібна для одержання необхідної кількості продукту електрохімічної реакції. При 100 %-му виході за струмом для отримання 1 г·екв будь-якої речовини потрібен 1 F електрики.

Слід підкреслити, що закони Фарадея дозволяють розрахувати витрати кількості електрики, але не електричної енергії. Витрати енергії залежать від природи речовини і електроліту, а також умов протікання електрохімічної реакції. Якщо добуток $z \cdot F$ – це кількість електрики, необхідної для одержання 1 г·екв речовини, то витрати електроенергії будуть дорівнювати добутку електрики на величину напруги на електролізері $F \cdot U$. Напруга на електролізері має певне значення у кожному випадку і змінюється залежно від умов проведення процесу.

Процеси окиснення на аноді і відновлення на катоді є *спряженими*, тобто *завжди строго збалансовані*. Це означає, що кількість електронів, які вивільнилися на аноді при окисненні, дорівнює кількості електронів, які приймають участь у реакції відновлення на катоді. При будь-якому іншому співвідношенні між анодним і катодним процесами електролізу відбудеться порушення нейтральності системи, що є неможливим.

Результат анодного процесу складається у окисненні речовини з втратою електронів:



Катодний процес полягає у відновленні речовини з приєднанням електронів:

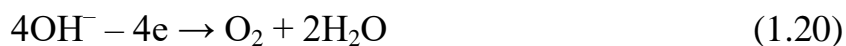


Можливими анодними процесами є:

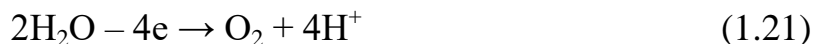
1) утворення катіонів при окисненні електрохімічно активного металу (розчинного анода):



2) окиснення аніону розчину на інертному (нерозчинному) аноді:



3) окиснення молекул води:



4) утворення поверхневих плівок (оксидних, сольових) або важкорозчинних сполук у об'ємі електроліту при анодному окисненні металу:



5) зміна валентності іону у бік збільшення позитивного заряду:

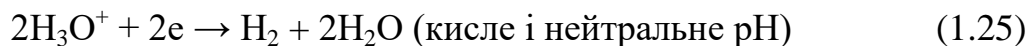


На катоді можуть протікати такі процеси:

1) розряд катіонів металів:



2) виділення водню:

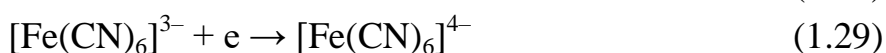




3) відновлення твердих нерозчинних сполук:



4) зміна валентності катіонів або аніонів у бік зменшення їх позитивного заряду або збільшення негативного заряду:



1.2. Практика вимірювань у кулонометрії

Як джерело стабілізованої напруги у кулонометрії найбільш часто використовують потенціостат – електронний прилад, завданням якого є точна підтримка заданого значення потенціалу робочого електрода. Потенціостат підтримує потенціал електрода шляхом зміни величини і знаку струму, що проходить через комірку. Оскільки потенціал робочого електрода вимірюють щодо електрода порівняння, то для роботи з потенціостатом практично завжди використовують триелектродну комірку з робочим і допоміжним електродами та електродом порівняння. Між робочим і допоміжним електродами протікає струм поляризації, а між робочим електродом і електродом порівняння дуже малий керуючий струм, величина якого не викликає помітної поляризації останнього. Для забезпечення широкої зміни струму і потенціалу потенціостат повинен мати великі вихідні струм і напругу, малий час спрацьовування, високу чутливість до зміни потенціалу і струму, низький керуючий струм. При визначенні концентрації речовини важливо отримати великий вихідний струм, що зменшить тривалість аналізу.

За відсутності потенціостату як джерело живлення використовують стабілізований випрямляч або акумуляторну батарею з напругою 20–40 В. За допомогою дільника на комірку накладають напругу і зміщують потенціал робочого електрода до необхідного значення. Потенціал робочого електрода відносно електрода порівняння визначають вольтметром. Для підтри-

мки заданої величини потенціалу величину струму поляризації регулюють вручну. Точність підтримки сталості потенціалу у цьому випадку нижча, ніж при використанні потенціостату.

Оскільки у потенціостатичній кулонометрії через ланцюг протікає струм, який змінюється у часі за нелінійним законом, необхідно застосовувати прилади для вимірювання кількості електрики. Точність кулонометричного аналізу визначається методом визначення кількості електрики, вибір якого залежить від величини струму, очікуваної повної кількості електрики, опору системи. Для інтегрування кривих $I = f(\tau)$ використовують різні методи: графічний, механічний, електрохімічний, електронний.

Найбільш простим є графічний метод інтегрування, недоліком якого є ускладнення точного визначення швидкої зміни струму на початку електролізу. Площу, обмежену кривою $I = f(\tau)$, знаходять зважуванням або способом планіметрії. Також запропонований метод розрахунку струму за залежністю, побудованою у координатах $\lg I = f(\tau)$, що за відсутності вторинних реакцій є прямою лінією.

Для механічного визначення кількості електрики розроблені механічні та електронні самописці, які дають можливість безпосередньо отримати графік $\lg I = f(\tau)$ з точністю $\pm 0,1 \%$, і електронні кулонометри, у яких операцію інтегрування проводять за принципом вимірювання повного потенціалу, до якого заряджається за час електролізу прецизійний конденсатор. Електронні прилади можуть працювати спільно з перерахунковими пристроями, що дозволяють проводити цифровий відлік безпосередньо у кулонах або мікрограм-еквівалентах.

Електрохімічні кулонометри є електролізерами, у яких цільова реакція проходить зі 100 % виходом за струмом. Після визначення кількості речовини за законом Фарадея можна обчислити кількість електрики Q . За способом визначення кількості речовини, що утворюється при електрохімічній реакції, кулонометри поділяють на гравіметричні, титраційні, газові, колориметричні та кулонометричні.

До *гравіметричних кулонометрів* відносяться мідний, срібний і галоген-срібний. Ці кулонометри мають просту конструкцію, а їх точність залежить від якості осаду і ретельності зважування. *Мідний кулонометр* складається з двох мідних анодів, мідного катода і електроліту складу, $\text{г} \cdot \text{л}^{-1}$:

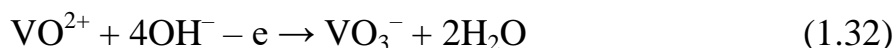
$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O} - 150$, $\text{H}_2\text{SO}_4 - 50$, $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} - 50$. Катодна густина струму змінюється в межах $2-20 \text{ mA} \cdot \text{cm}^{-2}$. Після закінчення електролізу катод промивають, сушать і зважують. Точність мідного кулонометра складає $\pm 0,1 \%$. Робота **срібного кулонометра** заснована на відновленні срібла з підкисленого розчину нітрату срібла за катодної густини струму $20 \text{ mA} \cdot \text{cm}^{-2}$; точність кулонометра складає $\pm 0,005 \%$. Переваги срібного кулонометра перед мідним полягають в тому, що срібло має втричі більший електрохімічний еквівалент ніж мідь, а осад срібла не окислюється на повітрі. Недоліком є дисперсність осаду срібла, який легко обсипається при неакуратному промиванні, а іноді дає завищені результати, що пояснюється включеннями в осад компонентів електроліту. **Галоген-срібний кулонометр** зручно використовувати для визначення мікрокількостей електрики. При електролізі розчину галогеніду лужного металу на срібному аноді утворюється шар галогеніду срібла. Найбільш зручним є йод-срібний кулонометр з 5% розчином KI. Анодом є срібна спіраль, а катодом – спіраль, вкрита шаром йодиду срібла, одержаного шляхом електролізу.

У **титраційних кулонометрах** використовують системи, при електролізі яких утворюються розчинні продукти окислення або відновлення, які потім титрують стандартними розчинами, наприклад:

а) окислення йодиду до йоду з титруванням тіосульфатом натрію:



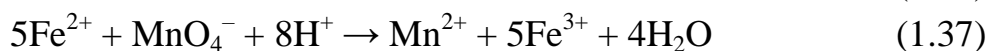
б) окислення ванаділ-іону до ванадат-іону у лужному середовищі з титруванням сіллю Мора:



в) окислення срібла з титруванням іонів срібла розчином хлоридів:



г) відновлення тривалентного заліза до двовалентного з титруванням перманганатом:



д) електроліз води з утворенням у катодному просторі іонів OH^- і титрування їх кислотою:



Анодний і катодний простір у титраційних кулонометрах розділені пористою перегородкою для усунення хімічної реакції між продуктами електролізу. Титрування утвореної в результаті електролізу речовини відбувається безпосередньо у електролізері після виймання електрода. Точність визначення кількості електрики залежить від точності встановлення титру і вимірювання витраченого об'єму титранту. Титраційні кулонометри придатні тільки для визначення порівняно великих кількостей електрики.

Принцип роботи *газових кулонометрів* полягає у вимірюванні об'єму газу, що виділяється при електрохімічній реакції. Найбільш простим з них є водний кулонометр, робота якого заснована на розкладанні води у електролізері у вигляді скляної трубки з краном, з'єднаної гумовою трубкою з бюреткою. У нижню частину електролізера впаяні два платинових електрода. Електролізер розміщують у скляній ємності, заповненій водою, температура якої підтримують постійною з точністю $\pm 0,1$ °C. Об'єм електроліту в бюретці можна змінювати залежно від величини кількості електрики; звичайно достатньо 100 мл води, що відповідає кількості електрики 500 Кл. При розкладанні води на платинових електродах отримують водень і кисень. Об'єм суміші газів V вимірюють, приводять до нормальних умов ($t = 0$ °C; $p = 1$ атм) і обчислюють кількість електрики за формулою:

$$Q = \frac{V_z F}{22,4 \cdot 1,5} = 2,87 \cdot 10^3 V. \quad (1.40)$$

Як електроліт використовують розчини солей (0,5 М K₂SO₄ або 1 М Na₂SO₄), при роботі з якими похибка не перевищує ±0,1 %. Теоретично 1 Кл електрики відповідає утворенню 0,1741 мл суміші кисню і водню. Для усунення похибки, що виникає в результаті розчинення газів у воді, проводять попередній електроліз струмом 50–100 мА протягом 5–10 хв для насичення розчину газом. При введенні поправок необхідно також враховувати парціальний тиск парів води у газовій суміші. При вимірюванні великих кількостей електрики водний кулонометр дає занижені результати внаслідок утворення перекису водню на аноді.

Для одержання точних результатів можна використовувати інші газові кулонометри, наприклад, з електролітом на основі 0,1 М розчину сульфату гідразину (N₂H₄·H₂SO₄) для роботи при малих густинах струму. При електролізі розчину цієї сполуки на аноді гідразин окислюється до азоту, а на катоді утворюється водень:



Як і у водному кулонометрі, за нормальних умов 1 Кл електрики відповідає утворенню 0,1741 мл суміші азоту і водню. Цей кулонометр особливо зручний для роботи у діапазоні 5–20 Кл.

Для цілей кулонометрії може успішно застосовуватися реакція виділення кисню з перекисного кобальтового комплексу (NH₃)₅CoO₂Co(NH₃)₅⁵⁺. При цьому на 1 F електрики виділяється 1,25 г·екв кисню.

Незначні кількості електрики (0,01–10 Кл) можна з достатньою точністю визначати за допомогою **колориметричних кулонометрів**. Принцип їх роботи заснований на зміні оптичної густини розчинів при електролізі. У колориметричних кулонометрах використовують електрохімічні реакції, що супроводжуються зміною забарвлення розчину, наприклад, розкладання або утворення перманганату калію, методи з використанням кислотно-основних індикаторів, чутливих до зміни рН при електролізі води, зміна

інтенсивності забарвлення комплексу йоду з крохмалем, який утворюється при окисленні йодиду. Зміну оптичної густини вимірюють за допомогою електро- або спектрофотометрів. Цей метод дуже чутливий, але недостатньо точний.

Принцип дії *кулонометричних кулонометрів* заснований на катодному осадженні металу з на електроді з благородного металу при 100 %-му виході за струмом. Після завершення основної реакції осад металу розчиняють у гальваностатичному режимі і тривалість процесу визначають за допомогою хронометра. Закінчення процесу супроводжується різким стрибком потенціалу анода.

Електролітичні комірки. Конструкція комірки для кулонометрії повинна враховувати: 1) відношення об'єму електроліту до площі електродів; 2) спосіб перемішування; 3) тип електродів; 4) можливість термостатування; 5) необхідність розділення анодного і катодного простору; 6) забезпечення деаерації; 7) омичний опір.

Розглянемо значення кожного з цих факторів. Оскільки реакції на електродах є гетерогенними процесами, тривалість електролізу залежить від співвідношення об'єму розчину і площі поверхні електрода:

$$v = \frac{S}{V}, \quad (1.43)$$

де v – швидкість електролізу; S – площа поверхні електрода; V – об'єм електроліту.

Перемішування розчину прискорює електроліз внаслідок появи конвекційних потоків і пришвидшення дифузії. Для перемішування можна використовувати робочий електрод. У комірках зі ртуттю використовують механічні мішалки, які одночасно з розчином перемішують і електрод. Задовільні результати дають магнітні мішалки. У переважній більшості випадків електроліз проводять з ртутними або платиновими електродами. Важливою перевагою ртуті є висока перенапряга водню; крім того, на ртуті легко визначити величину справжньої поверхні, її можна оновлювати, а забруднений метал досить легко піддається очистці. Внаслідок окислення як анод ртуть використовувати не можна. Для вибору умов електролізу

можна користуватись полярографічними даними щодо потенціалів напівхвиль. Для виготовлення анодів доцільно використовувати платину. Платинові електроди використовують і як катоди, тому що їх легко зважувати і відновлювати. Основними вимогами до допоміжного електрода є наявність великої активної поверхні, що є необхідним для полегшення підтримки потенціалу робочого електрода і його інертність при електролізі. Часто для цієї мети використовується платинова сітка.

Для запобігання змішування продуктів електролізу використовують пористі мембрани або блоки з пористого скла, які безпосередньо впаюють у комірку. Недоліком пористих скляних дисків є поступове зростання їх електричного опору при використанні. Видалення з системи кисню та інших газоподібних домішок проводять шляхом пропускання очищеного аргону, азоту або діоксиду вуглецю. Бажано, щоб комірка мала незначний електричний опір, так як великий опір вимагає високої напруги для проведення електролізу.

Запитання для самоконтролю

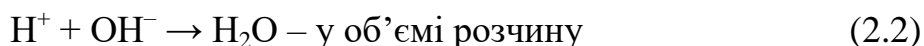
1. Режими електролізу. Класифікація методів кулонометрії.
2. Принцип проведення аналізу методом потенціостатичної кулонометрії. Визначення кінцевої точки аналізу.
3. Принцип проведення аналізу методом гальваностатичної кулонометрії. Визначення кінцевої точки аналізу.
4. Метод внутрішнього електролізу.
5. Закони Фарадея. Стала Фарадея.
6. Електрохімічний еквівалент і його розрахунок.
7. Вихід за струмом.
8. Причини відхилень від законів Фарадея.
9. Способи визначення кількості електрики.
10. Класифікація кулонометрів.
11. Конструкції кулонометричних комірок.

2. ПРАКТИЧНА ЧАСТИНА

2.1. Завдання до практичної роботи

Завдання 1. Визначення кислот

Визначення кислот базується на електрохімічній генерації іонів OH^- при відновленні молекул води на платиновому катоді і подальшій взаємодії утворених іонів OH^- з протонами. Допоміжним реагентом є вода:



Після завершення хімічної реакції надлишок іонів OH^- обумовлює лужне рН розчину, що виявляють візуально за зміною забарвлення кислотно-основного індикатора або рН-метром зі скляним індикаторним електродом. До досліджуваного розчину додають фоновий сильний електроліт для підвищення електропровідності. Цим методом визначають сильні і слабкі неорганічні і органічні кислоти (якщо $K_a \geq 10^{-7}$).

Експериментальна частина

Розчин розбавляють дистильованою водою у мірній колбі до мітки і перемішують. Переносять піпеткою 10 мл розчину до катодної камери комірки, додають 10 мл 10 % розчину K_2SO_4 , 7–8 крапель фенолфталеїну і опускають платиновий генераторний електрод. У анодну камеру наливають 10 % розчин K_2SO_4 і опускають допоміжний електрод. Електроди повинні бути повністю занурені у розчин. Титрування ведуть при струмі силою 5 мА до появи рожевого забарвлення. У момент зміни забарвлення індикатора вимикають секундомір.

Для виключення помилки, пов'язаної з присутністю у розчині CO_2 , проводять попередній електроліз фонового розчину. Для цього у комірку вносять розчин фону і фенолфталеїну, доводять об'єм до 20 мл дистильованою водою і титрують до зміни забарвлення індикатора. Повторюють дослід з новими порціями розчину фону кілька разів і розраховують середнє значення тривалості попереднього електролізу.

При розрахунку час, витрачений на попередній електроліз фону, віднімають від часу, затраченого на титрування кислоти у цьому фоні. Повто-

рюють визначення з новими порціями розчину, використовуючи потенціометричний метод індикації кінцевої точки титрування.

Вміст кислоти (мг) розраховують за формулою:

$$g = \frac{0,01036I \cdot \tau \cdot M \cdot f \cdot V_k}{V_{\Pi}}, \quad (2.3)$$

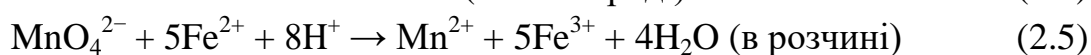
де I – сила струму, А; τ – тривалість електролізу, с; M – молекулярна маса кислоти, г·моль⁻¹; f – фактор еквівалентності; V_k – об'єм мірної колби, мл; V_{Π} – об'єм піпетки, мл.

Необхідне обладнання і матеріали:

- 1) кулонометрична установка;
- 2) генераторний платиновий електрод (пластини розміром 1х1 см);
- 3) допоміжний електрод (сталевий стрижень);
- 4) скляний індикаторний електрод;
- 5) хлоридсрібний електрод порівняння;
- 6) набір мірного посуду;
- 7) рН-метр;
- 8) секундомір;
- 9) 10 % розчин K₂SO₄;
- 10) 1 % розчин фенолфталеїну;
- 11) розчин кислоти ($\approx 10^{-2}$ М).

Завдання 2. Визначення окисників

Визначення KMnO₄ або K₂Cr₂O₇ ґрунтується на окисненні іонів Fe²⁺, одержаних при електрохімічному відновленні іонів Fe³⁺:



Кінцеву точку титрування визначають потенціометричним або амперметричним методом.

Експериментальна частина

Розчин KMnO_4 або $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ у мірній колбі розбавляють дистильованою водою до мітки і перемішують. Переносять піпеткою 10 мл розчину у комірку, додають 10 мл допоміжного реагенту (0,2 М розчин солі Мора у 2 М розчині H_2SO_4) і опускають генераторний і індикаторний електроди. Титрування ведуть при силі струму 5 мА. Фіксують тривалість електролізу т. Кінцеву точку титрування визначають потенціометричним методом (дивись завдання 1).

За результатами титрування будують криву кулонометричного титрування і визначають кінцеву точку титрування. Розрахунок кількості KMnO_4 або $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ проводять за формулою (2.3).

Необхідне обладнання і матеріали:

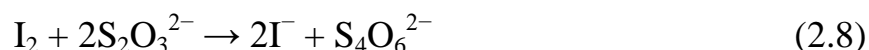
- 1) кулонометрична установка з потенціометричною індикацією кінцевої точки титрування;
- 2) генераторний і індикаторний платинові електроди (пластини розміром 1x1 см);
- 3) допоміжний електрод (сталевий стрижень);
- 4) хлоридсрібний електрод порівняння;
- 5) набір мірного посуду;
- 6) 0,2 М розчин солі Мора у 2 М розчині H_2SO_4 (допоміжний реагент);
- 7) розчин KMnO_4 або $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ($\approx 10^{-2}$ М);
- 8) секундомір.

Завдання 3. Визначення іонів Cu^{2+}

Визначення Cu^{2+} базоване на зворотному кулонометричному титруванні I_2 , який утворюється у результаті реакції:



До утвореного розчину йоду додають надлишок $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$:



який потім титрують йодом, генерованим на платиновому аноді:



Експериментальна частина

Попередньо проводять кулонометричне титрування розчину $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, для чого 10 мл розчину переносять до комірки, додають 10 мл допоміжного реагенту (0,2 М розчин KI), 7 крапель крохмалю і опускають у електроліт генераторний електрод. Титрування ведуть при силі струму 5 мА до появи синього забарвлення крохмалю. Фіксують тривалість електролізу τ . Розчин, що містить Cu^{2+} , доводять у мірній колбі до мітки дистильованою водою, перемішують, переносять піпеткою 5 мл у комірку і доливають 10 мл розчину KI. Потім додають піпеткою 10 мл розчину $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ і 7 крапель крохмалю. Проводять титрування так само, як при визначенні тіосульфату натрію. Фіксують тривалість електролізу τ' .

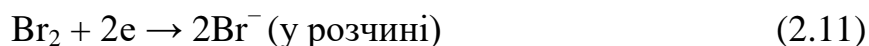
Розрахунок кількості Cu^{2+} проводять за формулою (2.3), де $\tau = \tau - \tau'$.

Необхідне обладнання і матеріали:

- 1) набір мірного посуду;
- 2) 0,2 М розчин KI (допоміжний реагент);
- 3) розчин $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ (10^{-3} М);
- 4) 1 % розчин крохмалю;
- 5) розчин CuSO_4 ($\approx 10^{-2}$ М);
- 6) секундомір.

Завдання 4. Визначення гідроксихіноліну

Визначення ґрунтується на бромованні 8-гідроксихіноліну генерованим на платиновому аноді бромом з розчину KBr:



Кінцеву точку титрування встановлюють амперметричним методом з двома поляризованими платиновими електродами.

Експериментальна частина

Розчин 8-гідроксихіноліну розбавляють дистильованою водою у мірній колбі до мітки і перемішують. Переносять піпеткою 10 мл у кулономет-

ричну комірку, додають 10 мл допоміжного реагенту (0,4 М розчин KBr), опускають генераторний і два індикаторних електрода, на яку подають різницю потенціалів зі значенням $\approx 0,2$ В. Титрування ведуть за сили струму 5 мА (виконання див. у завданні 1). За даними титрування будують криву залежності сили струму індикаційного ланцюга від часу і знаходять кінцеву точку титрування. Розрахунок кількості 8-гідроксихіноліну проводять за формулою (2.3).

Необхідне обладнання і матеріали:

- 1) кулонометрична установка з біамперометричною індикацією кінцевої точки титрування;
- 2) генераторний і два індикаторних платинових електрода (пластини розміром 1x1 см);
- 3) допоміжний електрод (сталевий стрижень);
- 4) набір мірного посуду;
- 5) 0,4 М розчин KBr (допоміжний реагент);
- 6) розчин 8-гідроксихіноліну ($\approx 10^{-2}$ М).

Завдання 5. Визначення іонів Al^{3+}

Визначення базується на тому, що Al^{3+} при певному рН розчину утворює з 8-гідроксихіноліном кристалічний осад, при розчиненні якого у кислоті виділяється стехіометрична кількість 8-гідроксихіноліну. Останній титрують генерованим бромом.

Реакції, що протікають на електроді і у розчині, ті ж, що і у попередньому завданні.

Кінцеву точку титрування встановлюють амперометричним методом з двома поляризованими платиновими електродами.

Експериментальна частина

Розчин, що містить іони Al^{3+} , розбавляють дистильованою водою у мірній колбі до мітки і перемішують. Переносять піпеткою 10 мл розчину у стакан об'ємом 100 мл, додають 5 мл боратного буферного розчину і 2 мл розчину 8-гідроксихіноліну. Розчин з осадом нагрівають до кипіння і ставлять на водяну баню на 20 хв, відфільтровують осад через паперовий фільтр, промивають спочатку гарячою, потім холодною дистильованою водою. Розчиняють осад на фільтрі у 30 мл гарячого розчину HCl, промива-

ють фільтр гарячою дистильованою водою. Отриманий розчин кількісно переносять до мірної колби об'ємом 100 мл, розбавляють до мітки дистильованою водою і перемішують. Аліквотну порцію розчину 10 мл вносять у кулонометричну комірку, додають 10 мл розчину KBr, опускають генераторний і два індикаторних електрода, на які подають різницю потенціалів $\approx 0,2$ В. Титрування ведуть за сили струму 5 мА (див. завдання 1). За даними титрування будують графік залежності струму індикаційного ланцюга від часу. Точка перегину на кривій відповідає кінцевій точці титрування.

Вміст алюмінію (мг) розраховують за формулою:

$$m = \frac{0,01036I \cdot \tau \cdot A \cdot f_{\text{Al}} \cdot V_{\text{к}}^2}{V_{\text{п}}^2}, \quad (2.12)$$

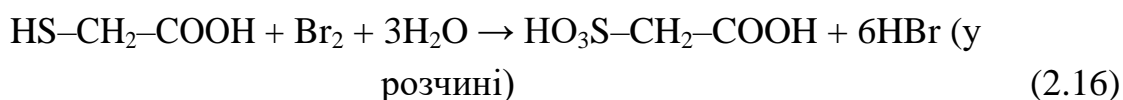
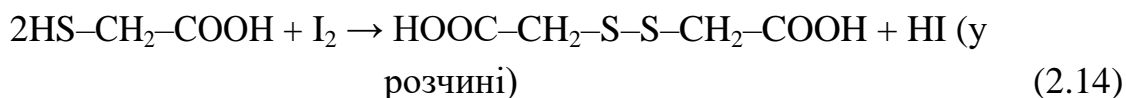
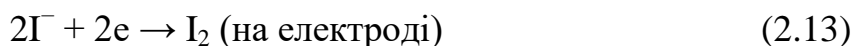
де I – сила струму, А; τ – тривалість електролізу, с; A – атомна маса алюмінію; f_{Al} – еквівалент алюмінію; $V_{\text{к}}$ – об'єм мірної колби; $V_{\text{п}}$ – об'єм піпетки.

Необхідне обладнання і матеріали:

- 1) прилади – див. завдання 4;
- 2) набір мірного посуду;
- 3) 0,4 М розчин KBr у 0,1 М розчині H_2SO_4 (допоміжний реагент);
- 4) 1 % оцтовокислий або етанольний розчин 8-гідроксихіноліну;
- 5) 2 М розчин HCl;
- 6) боратний буферний розчин (pH = 9,5);
- 7) розчин солі алюмінію, ($\approx 10^{-2}$ М).

Завдання 6. Визначення тіогліколієвої кислоти

Визначення ґрунтується на окисненні тіогліколієвої кислоти до дисульфїду генерованим I_2 або до сульфокислоти – генерованим Br_2 :



Кінцеву точку титрування визначають потенціометричним методом.

Експериментальна частина

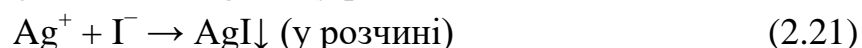
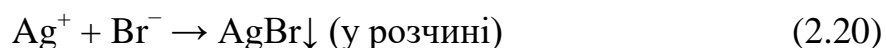
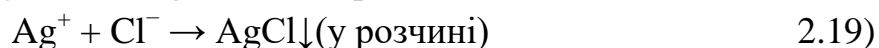
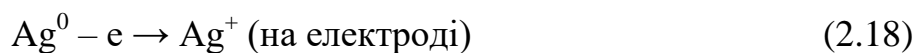
Досліджуваний розчин розбавляють дистильованою водою до мітки і перемішують. 10 мл розчину піпеткою переносять у кулонометричну комірку, приливають 10 мл розчину KI (при титруванні йодом) або 10 мл розчину KBr (при титруванні бромом) і опускають генераторний і індикаторний електроди. Титрування ведуть при струмі 10 мА (хід аналізу – див. завдання 1). За результатами титрування будують криву залежності потенціалу від часу і визначають кінцеву точку титрування. Вміст тіогліколієвої кислоти розраховують за формулою 2.3.

Необхідне обладнання і матеріали:

- 1) кулонометрична установка з потенціометричною індикацією кінцевої точки титрування;
- 2) генераторний і індикаторний платинові електроди (пластини розміром 1x1 см);
- 3) допоміжний електрод (сталевий стрижень);
- 4) хлоридсрібний електрод порівняння;
- 5) набір мірного посуду;
- 6) 0,1 М розчин KI або KBr (допоміжний реагент);
- 7) розчин тіогліколієвої кислоти ($\approx 10^{-2}$ М).

Завдання 7. Визначення галогенід-іонів

Визначення базується на реакції осадження галогенід-іонів іонами Ag^+ , які утворюються при анодному розчиненні срібного електрода:



Кінцеву точку титрування визначають потенціометричним методом.

Експериментальна частина

Досліджуваний розчин розбавляють дистильованою водою у мірній колбі до мітки і перемішують. Переносять піпеткою 10 мл до комірки, до-

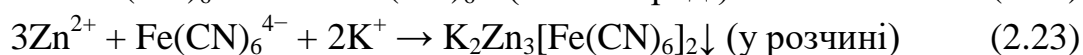
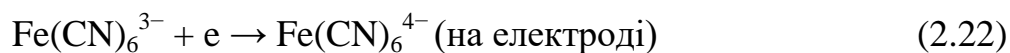
дають 15 мл розчину індиферентного електроліту (0,4 М розчин NaNO_3 у 0,05 М розчині HClO_4), опускають генераторний і індикаторний електроди. Титрування ведуть при струмі 5 мА (див. завдання 1). За даними титрування будують криву залежності потенціалу від часу і знаходять кінцеву точку титрування. Вміст галогеніду срібла знаходять за формулою 2.3.

Необхідне обладнання і матеріали:

- 1) кулонометрична установка з потенціометричною індикацією кінцевої точки титрування;
- 2) генераторний і індикаторний срібні електроди;
- 3) допоміжний електрод (сталевий стрижень);
- 4) хлоридсрібний електрод порівняння;
- 5) набір мірного посуду;
- 6) 0,4 М розчин NaNO_3 у 0,05 М розчині HClO_4 ;
- 7) розчин галогеніду ($\approx 10^{-2}$ М).

Завдання 8. Визначення іонів Zn^{2+}

Визначення ґрунтується на реакції осадження іонів цинку гексаціаноферат (II)-іонами, утвореними з гексаціаноферат (III)-іонів на платиновому катоді у кислому розчині:



Кінцеву точку титрування визначають потенціометричним або амперметричним методом з двома поляризованими платиновими електродами.

Експериментальна частина

Досліджуваний розчин розбавляють дистильованою водою у мірній колбі до мітки і перемішують. Переносять піпеткою 10 мл до кулонометричної комірки, додають 15 мл розчину допоміжного реагенту (0,2 М розчин $\text{K}_3\text{Fe}(\text{CN})_6$ у буферній суміші з $\text{pH} = 1-3$), опускають генераторний і індикаторний електроди. Титрування ведуть при величині струму 5 мА (див. завдання 1). За даними титрування будують криву залежності потенціалу від часу при потенціометричній індикації або струму від часу при

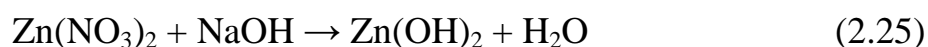
амперметричній індикації і знаходять кінцеву точку титрування. Вміст цинку розраховують за формулою 2.3.

Необхідне обладнання і матеріали:

- 1) прилади (див. завд. 6);
- 2) 0,2 М розчин $K_3Fe(CN)_6$ у буферній суміші з $pH = 1-3$ (допоміжний реагент);
- 3) розчин солі цинку ($\approx 10^{-2}$ М).

Завдання 9. Розділення і визначення міді та цинку

Визначення ґрунтується на осадженні міді на катоді з нітратного розчину і зважуванні отриманого осаду. Після виділення міді цинк визначають потенціометричним титруванням розчину стандартним розчином NaOH у водно-ацетоновому середовищі (за співвідношення 1:2). При цьому спостерігаються два стрибки потенціалів, перший з яких відповідає титруванню сильної кислоти, яка присутня у розчині, а другий – титруванню цинку:



Експериментальна частина

Визначення міді. Проводять попередню підготовку поверхні катода і анода, яка полягає у травленні зразків у розчині HNO_3 (1:1) та їх ретельній промивці дистильованою водою. Катод споліскують етиловим спиртом, висушують у сушильній шафі при $110^\circ C$, охолоджують і зважують на аналітичних вагах. У електролізер наливають розчин, додають 1 мл 2 М розчину HNO_3 , занурюють у нього електроди і розбавляють досліджуваний розчин такою кількістю дистильованої води, щоб частина катода (5–7 мм) виступала над поверхнею розчину. Це необхідно для подальшої перевірки повноти осадження міді. Електроди не повинні торкатися один одного, а також дна і стінок електролізеру. Включають магнітну мішалку і регулюють перемішування розчину. Проводять електроліз протягом 35–40 хв, контролюючи напругу (2,0–2,5 В) або струм (0,5–1,0 А). При осадженні міді поверхня катода набуває рожевого кольору, а розчин поступово знебарвлюється. Для перевірки повноти осадження міді доливають до електролізеру 10–15 мл

дистильованої води. Якщо через 10 хв на зануреній поверхні катода не спостерігається виділення міді, електроліз закінчують. У іншому випадку електроліз продовжують ще 10–15 хв.

Після закінчення електролізу, не вимикаючи струм, електроди виймають і промивають дистильованою водою над розчином. Промивка електродів під струмом необхідна для уникнення хімічного розчинення виділеної міді. Вимикають струм, споліскують катод етиловим спиртом, висушують в сушильній шафі при 110 °С охолоджують у ексікаторі і зважують на аналітичних вагах. Вміст міді у розчині визначають за різницею мас катода до і після аналізу.

Визначення цинку методом потенціометричного титрування. Після відділення Cu^{2+} розчин з електролізера кількісно переносять до мірної колби об'ємом 250 мл, доводять об'єм до мітки дистильованою водою і ретельно перемішують. Відбирають піпеткою аліквотну частину отриманого розчину у комірку для титрування, додають 20 мл ацетону, опускають у розчин індикаторний електрод і електрод порівняння, включають магнітну мішалку і потенціометр. Титрують 0,1 М розчином NaOH порціями по 0,1 мл, записуючи показання вольтметра. Титрування повторюють до отримання трьох відтворюваних результатів. Будують криві титрування (інтегральну і диференціальну) за якими знаходять кінцеві точки титрування HNO_3 (V_1) і суми $\text{HNO}_3 + \text{Zn}^{2+}$ (V_2). Різниця об'ємів титранту ($V_2 - V_1$) відповідає вмісту іонів цинку у розчині. Вміст іонів Zn^{2+} розраховують за формулою:

$$m(\text{Zn}^{2+}) = \frac{c(\text{NaOH}) \cdot (V_2 - V_1) \cdot A(\text{Zn}^{2+}) \cdot f(\text{Zn}^{2+}) \cdot V_{\text{к}}}{1000 \cdot V_{\text{п}}}. \quad (2.26)$$

Визначення цинку на платиновому катоді, попередньо вкритому міддю. Після відділення міді електролізом, як описано вище, розчин переносять до мірної колби об'ємом 250 мл і доливають до мітки дистильовану воду. Відбирають 50 мл розчину до електролізеру, додають 25 % розчин NaOH у кількості, необхідній для розчинення гідроксиду цинку, і ще 5 мл надлишку лугу. Осадження проводять на зваженому обмідненому платиновому катоді, перевіряють повноту осадження і промивають електроди, як описано вище. Катод споліскують етиловим спиртом, висушують при

110 °C у сушильній шафі, охолоджують у ексикаторі і зважують на аналітичних вагах. Вміст цинку обчислюють за формулою:

$$m(\text{Zn}) = \frac{(m_1 - m_2) \cdot V_{\text{к}}}{V_{\text{п}}} . \quad (2.27)$$

Необхідне обладнання і матеріали:

- 1) установка для проведення електролізу;
- 2) потенціометр (рН-метр);
- 3) магнітна мішалка;
- 4) аналітичні ваги;
- 5) електроди для електролізу (платинові циліндричні сітки);
- 6) скляний індикаторний електрод;
- 7) хлоридсрібний електрод порівняння;
- 8) набір мірного посуду;
- 9) розчин HNO_3 , (1:1 і 2 М);
- 10) розчин NaOH (0,1 М і 25 %-ий);
- 14) етиловий спирт;
- 15) ацетон;
- 16) розчин суміші солей міді і цинку ($\approx 0,1$ М).

Завдання 10. Розділення і визначення міді та нікелю

Розділення міді і нікелю базується на осадженні міді на катоді з нітратного розчину. За цих умов нікель не заважає визначенню міді, оскільки іони H^+ і NO_3^- відновлюються легше іонів Ni^{2+} . Після відділення міді нікель осаджують з аміачного розчину на обмідненому катоді, який використовувався для виділення міді.

Експериментальна частина

Визначення міді проводять, як описано у завданні 9. Розчин і промивні води зберігають для визначення у них нікелю. Електрод з осадом міді у подальшому використовують для осадження нікелю. До розчину і промивних вод, що містять іони нікелю, додають 4 мл розчину H_2SO_4 і випарюють до виділення парів. Розчин охолоджують, обережно доливають дистильовану воду до об'єму 100 мл і додають 15 мл концентрованого розчину

NH_4OH . Виділяють нікель на катоді згідно завдання 9. Зважують електрод з осадом міді і нікелю і за різницею маси катода з міддю і нікелем і масою обміненного катода знаходять вміст нікелю у розчині.

Необхідне обладнання і матеріали:

- 1) установка для електролітичного покриття металів;
- 2) магнітна мішалка;
- 3) аналітичні ваги;
- 4) електроди (катод і анод – платинова циліндрична сітка);
- 5) набір мірного посуду;
- 6) розчин HNO_3 (1:1 і 2 М);
- 7) 2 М розчин H_2SO_4 ;
- 8) концентрований розчин NH_4OH ;
- 9) етиловий спирт;
- 10) розчин суміші солей міді і нікелю ($\approx 0,1$ М).

СПИСОК ЛІТЕРАТУРИ

1. Электроаналитические методы : теория и практика / под ред. Ф. Шольца; пер. с англ. под ред. проф. В. Н. Майстренко. – М. : Бином, Лаборатория знаний, 2006. – 326 с.
2. Кириллов В. В. Практикум по физико-химическим методам анализа. Ч. I. Электрохимические методы анализа : учеб. пособие / В. В. Кириллов, К. Д. Добрышин. – СПб.: СПбГУНиПТ, 2008. – 162 с.
3. Жерин И. И. Основы электрохимических методов анализа : учебное пособие. Часть 1 / И. И. Жерин, Г. Н. Амелина, А. Н. Страшко [и др.]. – Томск : Изд-во Томского политехнического университета, 2013. – 101 с.

ЗМІСТ

Вступ	3
1. ЗАГАЛЬНІ ПОЛОЖЕННЯ.....	3
1.1. Основні визначення	3
1.2. Практика вимірювань у кулонометрії.....	11
Запитання для самоконтролю	18
2. Практична частина	19
2.1. Завдання до практичної роботи.....	19
<i>Завдання 1. Визначення кислот</i>	<i>19</i>
<i>Завдання 2. Визначення окисників.....</i>	<i>20</i>
<i>Завдання 3. Визначення іонів Cu^{2+}.....</i>	<i>21</i>
<i>Завдання 4. Визначення гідроксихіноліну.....</i>	<i>22</i>
<i>Завдання 5. Визначення іонів Al^{3+}.....</i>	<i>23</i>
<i>Завдання 6. Визначення тіогліколієвої кислоти.....</i>	<i>24</i>
<i>Завдання 7. Визначення галогенід-іонів.....</i>	<i>25</i>
<i>Завдання 8. Визначення іонів Zn^{2+}.....</i>	<i>26</i>
<i>Завдання 9. Розділення і визначення міді та цинку.....</i>	<i>27</i>
<i>Завдання 10. Розділення і визначення міді та нікелю.....</i>	<i>29</i>
Список літератури	30

Навчальне видання
Методичні вказівки
до лабораторної роботи за темою
«Кулонометрія»
для студентів спеціалізацій «Технічна електрохімія» і «Хімічні технології
рідкісних розсіяних елементів та матеріалів на їх основі»
денної та заочної форм навчання

Укладачі ПИЛИПЕНКО Олексій Іванович
СМІРНОВА Ольга Леонідівна

Роботу до видання рекомендував
Відповідальний за випуск

проф. Пітак Я.М.
проф. Байрачний Б.І.

Редактор О.І. Шпільова

План 2019 р., поз. 288

Підп. до друку 12.06.2020. Формат 60×84 ¹/₁₆. Папір офісний. Riso-друк.
Гарнітура Таймс. Наклад 50 прим. Зам. № 4.

Видавничий центр НТУ «ХП»
Свідоцтво про державну реєстрацію ДК № 5478 від 21.08.2017 р.
61002, Харків, вул. Кирпичова, 2

Видавничий центр «МОДЕЛІСТ».
(ФО-П Миронов М.В., свідоцтво про державну реєстрацію ВО4 № 022953)
м. Харків, вул. Мистецтв, 3, літер Б-1
Тел.: (057)717-03-54
www.modelist.in.ua